Tp BTS1 : Etude conductimétrique d'un électrolyte fort et d'un électrolyte faible

Objectifs :

- Mesurer la conductivité d'une solution de chlorure de sodium pour différentes concentrations
- En déduire la conductivité molaire limite Λ^0 de cette solution
- Mesurer la conductivité d'une solution d'acide acétique pour différentes concentrations
- Comparer avec la solution de chlorure de sodium
- Etudier le coefficient de dissociation
- Calculer la constante d'acidité de la solution d'acide acétique

Travail à faire à deux binômes : 1 binôme fait les manipulations du I et le deuxième fait celles du II.

I Etude d'un électrolyte fort : la solution de chlorure de sodium ($Na^+ + Cl^-$)

1. Préparation des solutions :

A partir d'une solution mère S_0 de chlorure de sodium de concentration c_0 = 0,1 mol.L^{-1}, préparer 100 mL de chacune des solutions suivantes.

solution S_i	S_0	S_1	S_2	S_3	S_4
concentration c_i (mol.L^{-1})	0,1	0,05	0,04	0,02	0,01

2. Mesures :

Mesurer la conductivité σ_i de chacune des solutions sans oublier la solution mère.
Voir mode d'emploi du conductimètre sur feuille séparée. Penser à régler la température sur le conductimètre Micro CM Crison 2200

3. Tableau des résultats :

Ouvrir le fichier « TP électrolytes forts et faibles (élève) » et remplir le tableau sur la feuille « électrolyte fort ».
La courbe $\Lambda = f(\sqrt{c})$ se trace automatiquement.
Montrer votre travail au professeur puis imprimer (en 4 exemplaires) si c'est correct.

4. Exploitation des résultats :

- Commenter la courbe $\Lambda = f(\sqrt{c})$.
- Donner l'équation de la droite obtenue
- Déterminer graphiquement la conductivité molaire limite de la solution de chlorure de sodium.
- Calculer la conductivité molaire limite théorique de cet électrolyte.

Données : conductivités ioniques molaires limites : $\Lambda^0_{Na^+}$ = 0,0050 S.m^2.mol^{-1} et $\Lambda^0_{Cl^-}$ = 0,0076 S.m^2.mol^{-1}

- Calculer l'erreur relative.

II Etude d'un électrolyte faible : la solution d'acide acétique CH_3COOH

1. Préparation des solutions :

A partir d'une solution mère S_0 d'acide acétique de concentration c_0 = 0,1 mol.L^{-1}, préparer 100 mL de chacune des solutions suivantes.

solution S_i	S_0	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5
concentration c_i (mol.L^{-1})	0,1	10^{-2}	4×10^{-3}	10^{-3}	4×10^{-4}	2×10^{-4}

2. Mesures :

Mesurer la conductivité σ_i de chacune des solutions sans oublier la solution mère.
Voir mode d'emploi du conductimètre sur feuille séparée. Penser à régler la température sur le conductimètre Micro CM Crison 2200

3. Tableau des résultats :

Ouvrir le fichier « TP électrolytes forts et faibles (élève) » et remplir le tableau sur la feuille « électrolyte faible».

La courbe $\Lambda = f(\sqrt{c})$ se trace automatiquement.

Montrer votre travail au professeur puis imprimer (en 4 exemplaires) si c'est correct.

4. Exploitation des résultats :

a. Conductivité des solutions :

Pour les concentrations 0,1 mol.L^{-1} et 0,01 mol.L^{-1}, calculer le rapport des conductivités Λ_i de l'électrolyte fort et de l'électrolyte faible. Comment ce rapport évolue-t-il ?

b. Comportement de l'électrolyte faible :

- Comparer la courbe $\Lambda = f(\sqrt{c})$ à celle obtenue pour l'électrolyte fort.
- La détermination de la conductivité molaire limite semble-t-elle possible avec une précision acceptable comme elle l'était dans le cas précédent.

c. Calcul de la conductivité molaire limite :

Loi de dilution d'Ostwald : lorsque la dilution est infinie, l'électrolyte faible tend vers un électrolyte fort donc Λ_{CH_3COOH} tend vers $\Lambda^\circ_{CH_3COOH}$

On obtient $\Lambda°$ par combinaison linéaire de conductivité molaire limite d'électrolytes forts.

$\Lambda^\circ_{CH_3COOH} = \Lambda^\circ_{CH_3COO^-} + \Lambda^\circ_{H_3O^+}$

$= \Lambda^\circ_{CH_3COO^-} + \Lambda^\circ_{Na^+} + \Lambda^\circ_{H_3O^+} + \Lambda^\circ_{Cl^-} - \Lambda^\circ_{Na^+} - \Lambda^\circ_{Cl^-}$

$\Lambda^\circ_{CH_3COOH} = \Lambda^\circ_{CH_3COO^-,Na^+} + \Lambda^\circ_{H_3O^+,Cl^-} - \Lambda^\circ_{Na^+,Cl^-}$

Pour trouver $\Lambda^\circ_{CH_3COOH}$ expérimentalement, il faut déterminer par l'expérience les conductivités molaires limites des électrolytes forts précédents.

Application numérique : Calculer $\Lambda^\circ_{CH_3COOH}$ sachant que $\Lambda^\circ_{CH_3COO^-,Na^+} = 91 \times 10^{-4}$ S.m^2.mol^{-1} ; $\Lambda^\circ_{H_3O^+,Cl^-} = 426 \times 10^{-4}$ S.m^2.mol^{-1} ; $\Lambda^\circ_{Na^+,Cl^-} = 126 \times 10^{-4}$ S.m^2.mol^{-1}.

d. Etude du coefficient de dissociation :

- Pour chaque valeur de la concentration c, calculer le coefficient de dissociation α de l'acide acétique en utilisant la relation : $\alpha = \frac{\Lambda}{\Lambda^\circ}$
- La courbe $\alpha = f(c)$ a été tracée.
- La forme obtenue est-elle celle que la dilution d'Ostwald laissait prévoir ?
- En utilisant la relation $Ka = \frac{c \times \alpha^2}{1-\alpha}$ et la définition pKa = -log Ka, le tableau a été complété.
- Après avoir fait la moyenne des valeurs de pKa obtenues, calculer l'erreur relative sachant que le pKa de l'acide acétique est égal à 4,7.